BASES TEÓRICAS DA ANÁLISE QUALITATIVA: SOLUÇÕES AQUOSAS DE SUBSTÂNCIAS INORGÂNICAS



APRESENTAÇÃO

Olá!

Muitas reações químicas e quase todas as reações bioquímicas ocorrem em meio aquoso. As substâncias (solutos) que se dissolvem em água (solvente) constituem uma solução. Em Química, uma solução é toda mistura de duas ou mais substâncias que seja homogênea, isto é, que tenha apenas uma fase. Isso acontece mesmo ao se olhar em um microscópio, pois as suas partículas dispersas têm o diâmetro menor que 1 nm (10-9 m).

Nesta Unidade de Aprendizagem, você vai estudar as bases teóricas de soluções aquosas de substâncias inorgânicas.

Bons estudos.

Ao final desta Unidade de Aprendizagem, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Identificar soluções, diferenciando soluto e solvente.
- Caracterizar soluções aquosas e suas composições.
- Descrever e exemplificar substâncias inorgânicas em soluções.



DESAFIO

A capacidade de solubilidade química de uma substância submetida à alteração de temperatura não é linear. A variação da capacidade de solubilidade, em função da temperatura, é conhecida por curva de solubilidade. A maioria das substâncias sólidas tem o seu coeficiente de solubilidade aumentado com a elevação da temperatura. Assim, a solubilidade de cada material ocorre de maneira proporcional, conforme a temperatura. Cada substância possui uma curva de solubilidade própria para um determinado solvente.

Você foi solicitado para realizar a análise do gráfico das curvas de solubilidade das diferentes substâncias A, B e C.

Solubilidade (g de soluto/100g de água)
120
100
80
60
40
20
0
20 40 60 80 100 120 temperatura (°C)
A
B
C

a) Qual das substâncias tem sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura?

b) Qual é a máxima quantidade de A que conseguimos dissolver em 100g de H2O a 20ºC?

c) Considerando apenas as substâncias B e C, qual delas é a mais solúvel em água?

d) Considerando apenas as substâncias A e B, qual delas é a mais solúvel em água?

INFOGRÁFICO

Uma solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. **Os químicos também caracterizam as soluções pela sua capacidade de dissolver um soluto.**

Veja no Infográfico a seguir os três tipos de soluções que podem ser preparados quanto à saturação.

SOLUÇÃO: SOLUTO E SOLVENTE

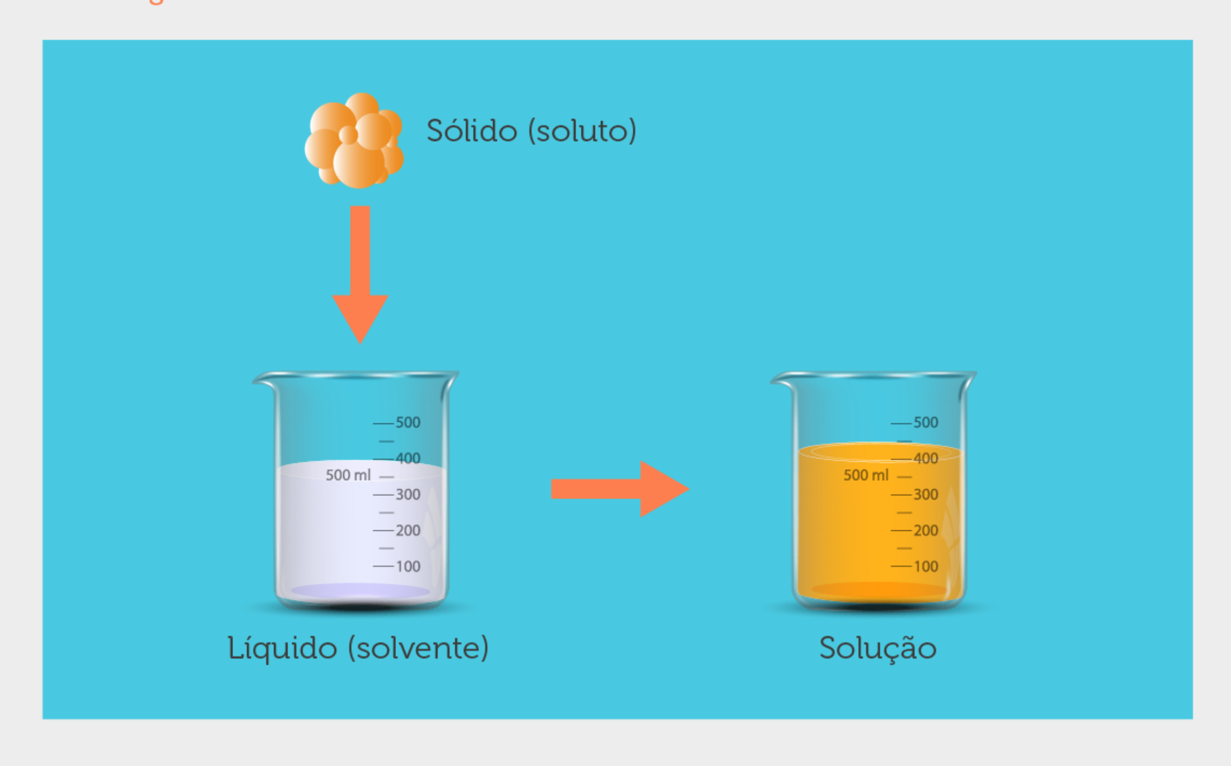
SOLUTO

O soluto é uma substância que está dispersa em um solvente, ou seja, é a substância que será dissolvida em um meio chamado solvente a fim de formar uma solução qualquer desejada. Os solutos são normalmente compostos iônicos, mas podem se apresentar também como compostos moleculares polares. (CHANG; GOLDSBY, 2013).

SOLVENTE

Solvente é uma substância onde o soluto é disperso, ou seja, é a parte que se apresenta em maior quantidade em uma solução e onde o soluto é dissolvido. O solvente mais utilizado é a água, que também é conhecida como solvente universal. (CHANG; GOLDSBY, 2013).

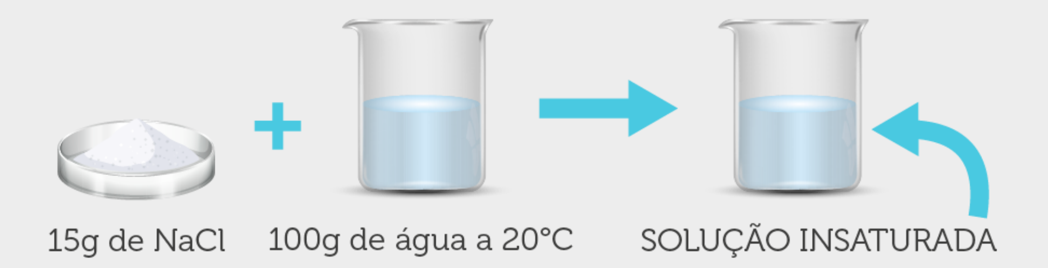
SOLUÇÃO



TIPOS DE SOLUÇÃO

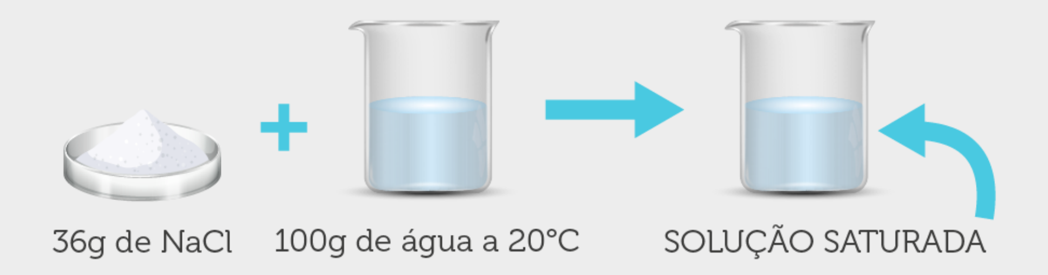
SOLUÇÃO INSATURADA

Contém, numa certa temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido menor que a sua solubilidade nessa temperatura.



SOLUÇÃO SATURADA

É a que contém a máxima quantidade de soluto numa dada quantidade de solvente a uma determinada temperatura.



SOLUÇÃO SUPERSATURADA

Contém, numa dada temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido maior que a sua solubilidade nessa temperatura (solução metaestável).



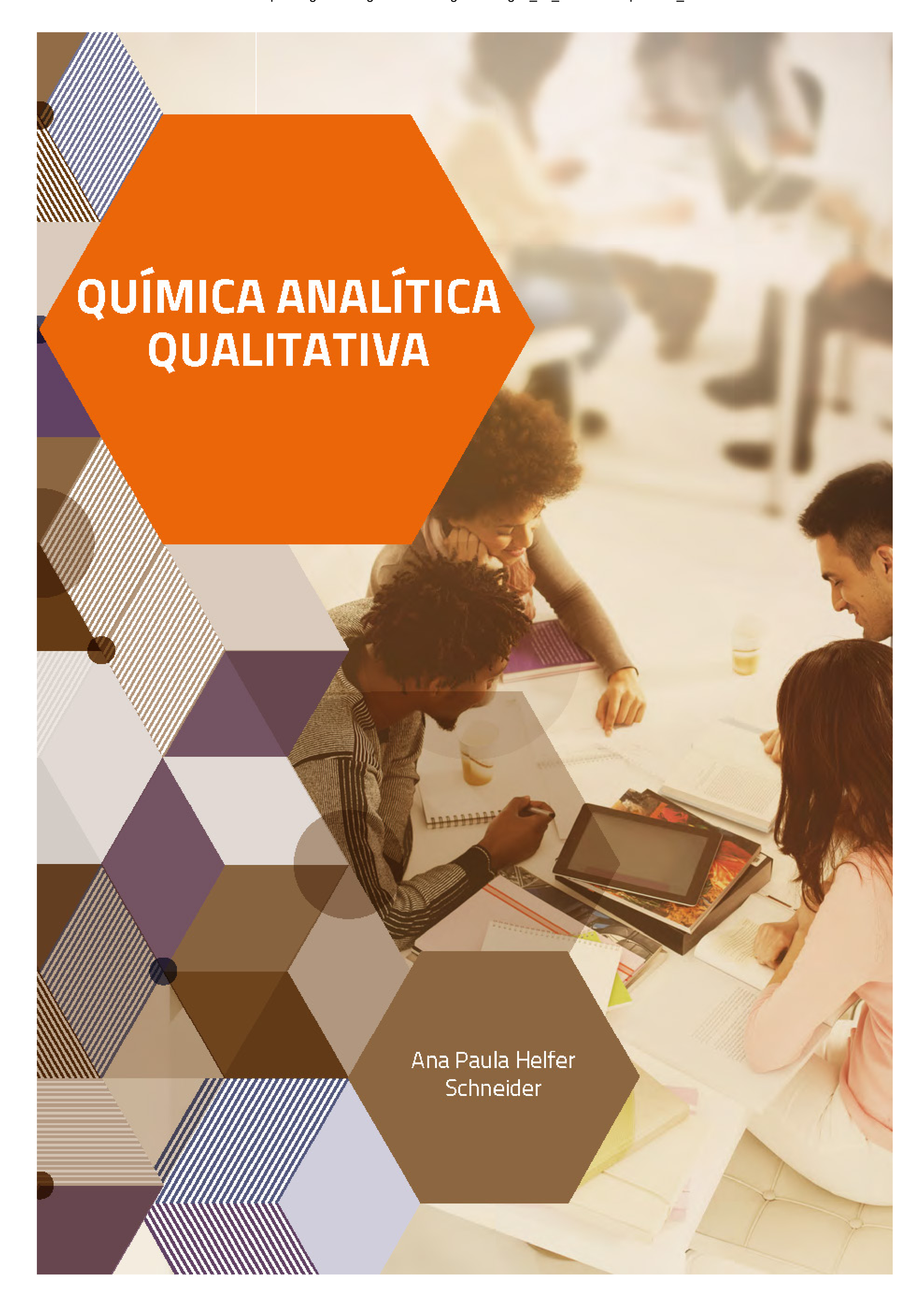
CONTEÚDO DO LIVRO

A maior parte das reações químicas ocorre entre íons e moléculas dissolvidos em água ou outros solventes, e não entre sólidos, líquidos ou gases puros. Assim, as soluções químicas são misturas homogêneas formadas por duas ou mais substâncias. Os componentes de uma solução são denominados soluto e solvente. O soluto representa a substância dissolvida e solvente é a substância que dissolve.

Existem algumas soluções importantes no dia a dia como álcool hidratado, acetona, água mineral, soro fisiológico, entre outras.

Na obra Química analítica qualitativa, base teórica desta Unidade de Aprendizagem, leia o capítulo **Bases teóricas da análise qualitativa: soluções aquosas de substâncias inorgânicas**, onde você vai conhecer as propriedades das soluções aquosas diferenciando soluto e solvente, caracterizar soluções aquosas e suas composições e ter exemplos de substâncias inorgânicas em soluções.

Boa leitura.


QUÍMICA ANALÍTICA
QUALITATIVA
Ana Paula Helfer
Schneider

Bases teóricas da análise qualitativa: soluções aquosas de substâncias inorgânicas

Objetivos de aprendizagem

Ao final deste texto, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Identificar soluções, diferenciando soluto e solvente.
- Caracterizar soluções aquosas e suas composições.
- Descrever e exemplificar substâncias inorgânicas em soluções.

Introdução

Neste capítulo, você vai aprender as bases teóricas da química analítica, uma ciência de medição que aborda um conjunto de ideias e métodos úteis em todos os campos da ciência e medicina. A análise qualitativa estabelece a identidade química das espécies presentes em uma determinada amostra. Para chegar a essas análises e reações de identificação, vamos, primeiro, conceituar as bases teóricas da análise qualitativa, pontuando sobre soluções aquosas de substâncias inorgânicas.

Você estará apto a identificar diferentes tipos de soluções, caracterizar soluções aquosas e identificar os tipos de substâncias inorgânicas. Dessa forma, você terá uma base sólida para desenvolver os próximos tópicos da química analítica.

Propriedade gerais das soluções

Como você deve saber, grande parte da terra é coberta por água, o que possibilita a existência de vida e



Saiba mais

Substância é uma forma de matéria que tem uma composição definida (constante) e propriedades distintas. Como exemplo, temos a água, a amônia, o gás carbônico, a sacarose (açúcar) e o oxigênio. Para diferenciar as substâncias, observamos sua composição, e para identificá-las, observamos seu aspecto, sabor, cheiro e outras propriedades. Por sua vez, as **misturas** não têm uma composição constante, sendo caracterizadas pela combinação de duas ou mais substâncias que conservam, depois



Fique atento

O cloreto de sódio (NaCl) quando dissolvido em água, forma íons em solução (Na^+ e Cl^-) que são estabilizados por hidratação, processo que envolve interações íon-dipolo (Figura 2). Grande parte dos compostos iônicos são mais solúveis em solventes polares, como a água, a amônia líquida ou o fluoreto de hidrogênio líquido, do que em solventes apolares, como o benzeno ou o tetracloreto de carbono. Já as moléculas dos solventes apolares, por terem momento de dipolo zero, não podem solvatar com eficiência os íons Na+ e Cl-.

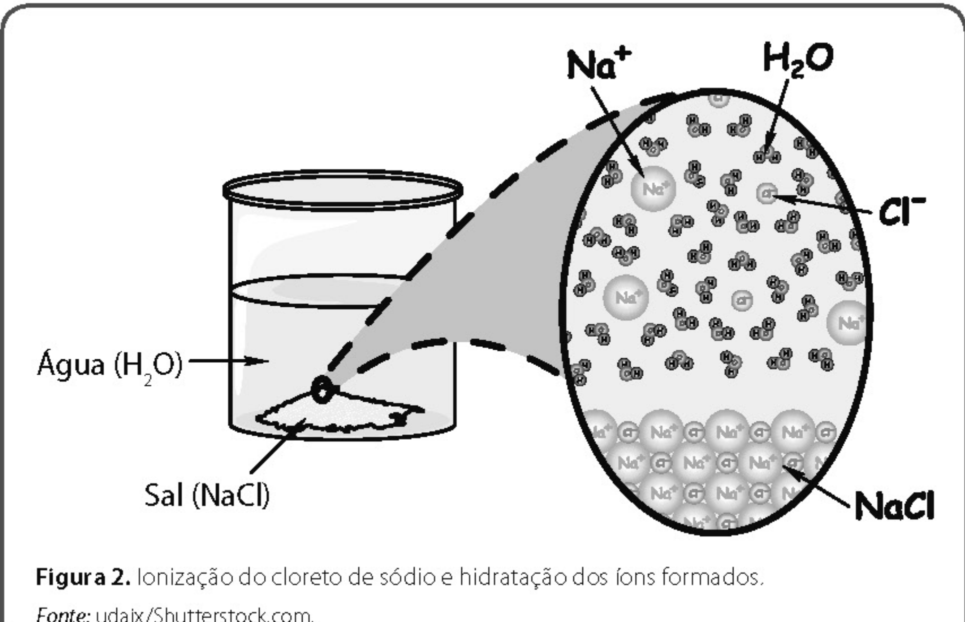


Figura 2. Ionização do cloreto de sódio e hidratação dos íons formados.
Fonte: udaix/Shutterstock.com.

Existem dois termos que são utilizados para indicar que um íon ou molécula foi solubilizado no solvente: hidratação e solvatação. Quando um íon ou uma molécula for rodeado por moléculas do solvente que se orientam de uma maneira específica, denomina-se solvatação. O processo é chamado de hidratação quando o solvente for a água.

Dois líquidos são ditos miscíveis se forem completamente solúveis um no outro em todas as proporções. O metanol e o etanol são miscíveis com água, pois formam ligações de hidrogênio com as moléculas de água. Dessa forma, temos dois líquidos polares, o álcool e a água, formando uma solução miscível.

As soluções podem ser classificadas, com relação à quantidade de soluto dissolvido, em insaturadas, saturadas e supersaturadas.

- **Solução saturada:** contém a máxima quantidade de soluto em um determinado solvente, a certa temperatura.
- **Solução insaturada:** contém menos soluto do que pode dissolver em determinada quantidade de solvente, a certa temperatura.
- **Solução supersaturada:** apresenta uma quantidade de soluto maior do que uma solução saturada e, por isso, é instável, podendo formar cristais.

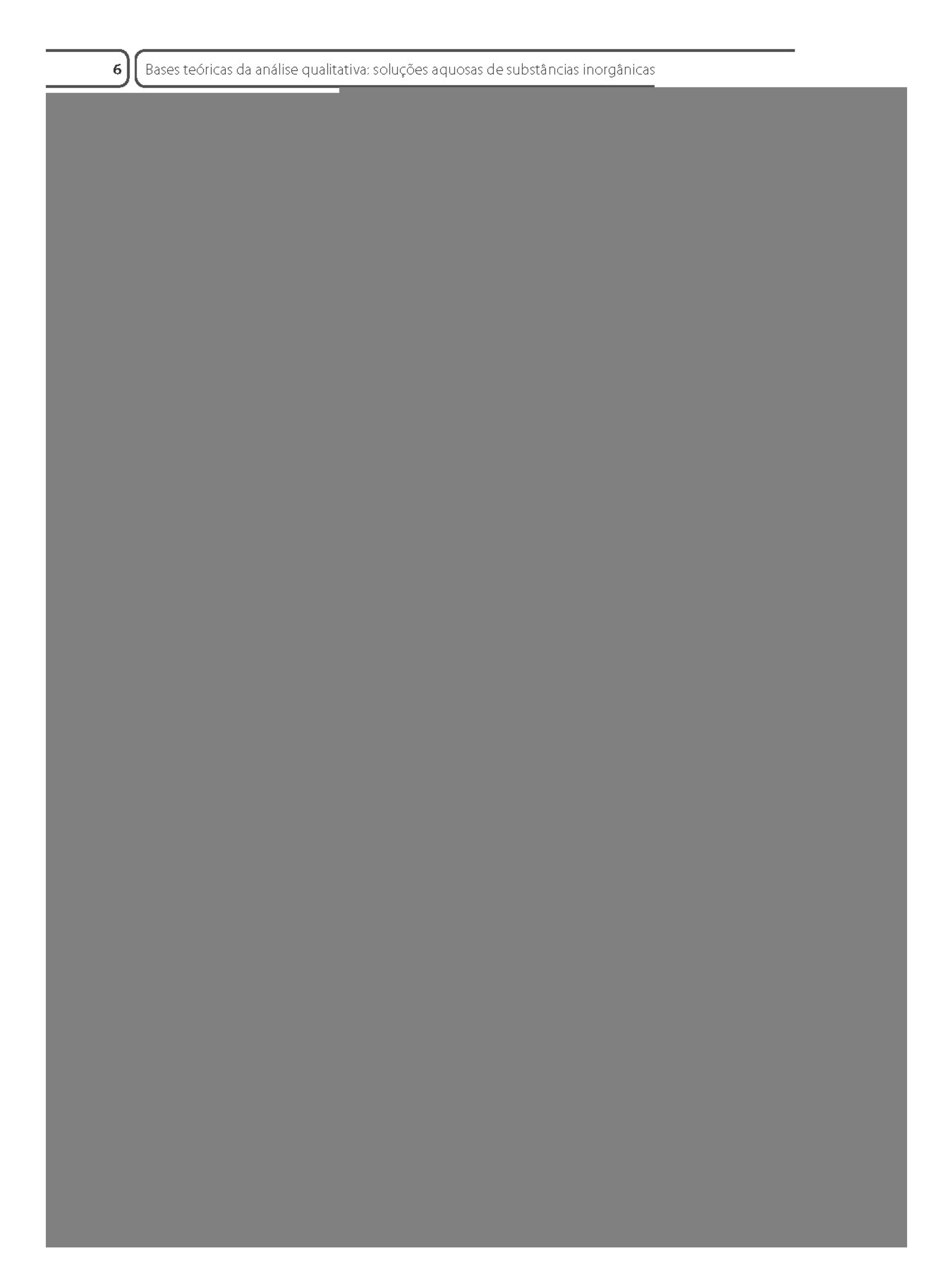
Perceba que, para determinar a solubilidade, deve-se sempre considerar a temperatura da solução. Esse é um dos fatores mais relevantes que influenciam na solubilidade. Assim, ao aumentar a temperatura, aumentamos também a solubilidade da maioria das soluções de solutos sólidos solubilizados em líquidos.

Contudo, vale ressaltar que existem substâncias que, por se dissolverem em pequeno grau, são consideradas insolúveis ou ligeiramente solúveis. Como exemplos, temos o cloreto de prata ($AgCl$), insolúvel, e o sulfato de cálcio ($CaSO_4$), ligeiramente solúvel em água. Contudo, isso ocorre a uma determinada temperatura, a 20°C. Em outras temperaturas esses valores se modificam. A temperatura é um fator capaz de modificar a solubilidade de um soluto em um determinado solvente sem que a quantidade deste seja alterada. Se o soluto for um líquido ou um sólido, a mudança de temperatura poderá influenciar a solubilidade de diferentes formas. Por essa razão, há casos em que, quanto mais quente está o solvente, mais soluto é dissolvido; e outros em que, quanto mais quente está o solvente, menos o soluto se dissolve.

Propriedade gerais das soluções aquosas

A água é a substância mais abundante nos sistemas vivos, contribuindo com mais de 70% do peso da maioria dos organismos. Assim, é essencial saber as propriedades das soluções aquosas, visto que a maioria das reações bioquímicas ocorrem em meio aquoso. Caracteriza-se como solução aquosa aquelas cujo soluto é um sólido ou líquido e o solvente é a água.

Na solução aquosa, todos os solutos solúveis são classificados em eletrólito ou não eletrólito. Segundo Chang e Goldsby (2013), um eletrólito é uma substância que, quando dissolvida em água, produz uma solução capaz de conduzir eletricidade. Já uma substância não eletrólito não conduz eletricidade



O processo que ocorre com compostos iônicos, no qual há separação dos íons já existentes devido à quebra do retículo cristalino, é chamado de **dissociação**. Como exemplo, temos o sal KCl em solução aquosa. Já o processo que ocorre com compostos moleculares, em que há quebra das ligações polares e formação de íons, é chamado de **ionização**. Como exemplo desse processo, temos o ácido HCl em solução aquosa.

É possível medir o grau de dissociação ou ionização, denominado α, dividindo o número de estruturas ionizadas ou dissociadas pelo número de estruturas dissolvidas.

$$\alpha = \frac{\text{número de estruturas ionizadas ou dissociadas}}{\text{número de estruturas dissolvidas}}$$

$$\alpha\% = \alpha \cdot 100$$

Por exemplo, quando dissolvemos 1000 moléculas do ácido clorídrico (HCl) em água, a 18ºC, 925 delas sofrem ionização, o que é uma quantidade grande. Por isso, ele é considerado um ácido forte. Seu grau de ionização é igual a 92,5%.

Por outro lado, quando dissolvemos 1000 moléculas do ácido bórico (H_3BO_3) a 18ºC, apenas 75 delas sofrem ionização, um valor muito pequeno, que o faz ser considerado um ácido fraco. O grau de ionização do ácido bórico (H_3BO_3) é, portanto, 0,075%.

Assim, de acordo com o valor de α, os eletrólitos são classificados em fortes ($\alpha > 50\%$), moderados ($5\% < \alpha < 50\%$) e fracos ($\alpha < 5\%$). Dessa forma, eletrólitos fortes apresentam soluções aquosas com grande quantidade de íons dissolvidos e, consequentemente, possuem alta condutividade elétrica.

Um **eletrólito forte** é uma substância que está completamente ionizada em solvente. Suas soluções conduzem eletricidade melhor que o soluto puro. Os eletrólitos são oferecidos normalmente por substâncias iônicas ionizáveis. Por exemplo: $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$.

Já o **eletrólito fraco** é uma substância molecular que está parcialmente ionizada em solução, ou seja, possui íons livres na solução, assim como possui moléculas, que caracteriza a solução pela pouca condutividade elétrica. O eletrólito fraco e os íons ficam em equilíbrio com moléculas não dissociadas. Por exemplo: $HC_2H_3O_2(aq) \leftrightarrow H^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$

No Quadro 1, você poderá observar exemplos de eletrólitos fortes e fracos.

Quadro 1. Classificação dos solutos em solução aquosa

Eletrólitos fortes	Eletrólitos fracos
HCl	CH_3COOH
HNO_3	HF
$HClO_4$	HNO_2
H_2SO_4	NH_3
NaOH	H_2O*
$Ba(OH)_2$	
Compostos iônicos	

Fonte: Chang (2007, p. 95).

Vale ressaltar que a dissociação ou ionização é de grande importância para o favorecimento da ocorrência de reações. É muito mais fácil ocorrer reações com íons livres do que com moléculas agrupadas. Por esse motivo, a grande maioria das reações químicas, inclusive do nosso corpo, ocorrem em solução. Além disso, íons livres permitem a passagem de corrente elétrica, o que é fundamental na transmissão dos impulsos nervosos, no caso dos neurotransmissores.

Substâncias inorgânicas em solução

Uma função química pode ser caracterizada por um átomo ou grupo de átomos, neutros ou carregados, responsáveis pela semelhança no comportamento químico das diferentes substâncias que compõem a função. Você irá aprender agora as funções inorgânicas, que são: ácidos, bases e sais.

A dissociação e ionização resultam em soluções que, como característica em comum, liberam íons na água, mas a origem desses íons é que diferencia um processo do outro.

- **Sais e bases:** por serem compostos iônicos, sofrem dissociação quando em solução ou fundidos.
- **Ácidos:** por serem compostos moleculares, sofrem ionização em solução.

Ácidos

Segundo Arrhenius, ácidos são todos os compostos que, dissolvidos em água, sofrem ionização, liberando, como único cátion, o íon H^+. Os ácidos são compostos exclusivamente moleculares. Em meio aquoso, o íon H^+ é capturado pela água, dando origem ao íon hidrônio ou hidroxônio.

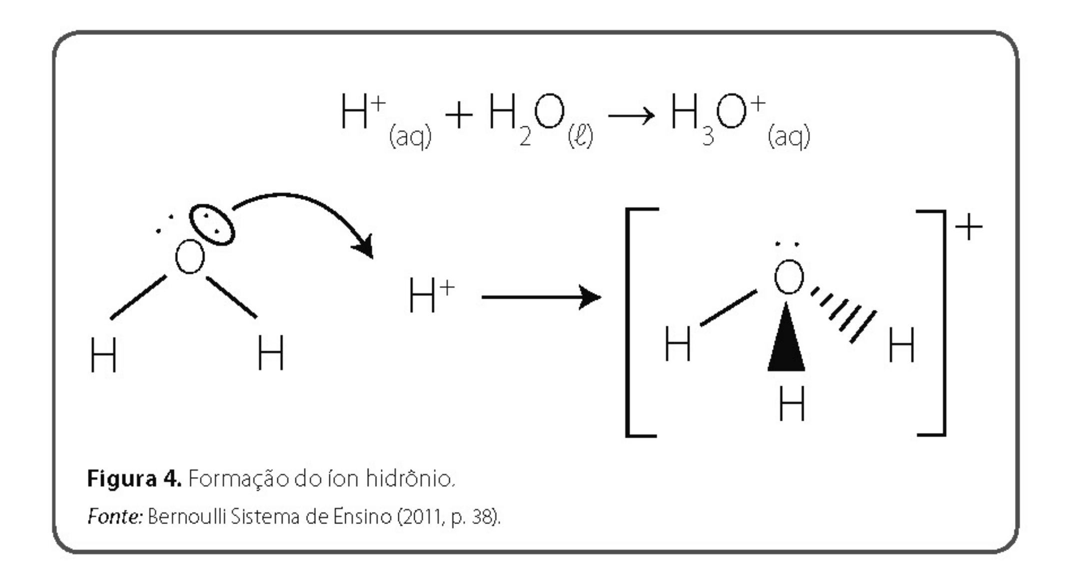


Figura 4. Formação do íon hidrônio.
Fonte: Bernoulli Sistema de Ensino (2011, p. 38).

Exemplos: $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$ ou $HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$

$$H_2SO_4\ (aq) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \text{ ou } H_2SO_4\ (aq) + 2H_2O(l) \rightarrow 2H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Os ácidos com mais de um hidrogênio ionizável liberam H^+ em etapas sucessivas. Segue exemplo:

$$H_2SO_{4\ (aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + HSO_4^{2-}{}_{(aq)}$$
$$HSO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Reação global: $H_2SO_{4\ (aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

A seguir, você irá conhecer alguns dos ácidos mais comuns no cotidiano.

Ácido sulfúrico (H_2SO_4): o poder econômico de um país pode ser avaliado pela quantidade de ácido sulfúrico que ele fabrica e consome. Consumido em grandes quantidades, em muitos processos industriais, como indústria petroquímica, fabricação de papel, corantes, etc., o maior consumo de ácido sulfúrico é na fabricação de fertilizantes, tais como os superfosfatos e o sulfato de amônio. O ácido sulfúrico corrói o papel, o tecido de algodão, a madeira, o açúcar e outros materiais devido à sua enérgica ação desidratante. Sua forma concentrada possui ação corrosiva sobre os tecidos dos organismos vivos também devido à sua ação desidratante. Por produzir sérias queimaduras na pele, é necessário extremo cuidado ao manuseá-lo. Finalmente, esse ácido é um dos componentes da chuva ácida em ambientes poluídos.

Ácido fosfórico (H_3PO_4): sua principal utilização é como acidulante na indústria alimentícia, mas também é usado como matéria-prima para a fabricação de fertilizantes.

Ácido clorídrico (HCl): o ácido impuro é vendido no comércio com o nome ácido muriático. É encontrado no suco gástrico do estômago.

Ácido nítrico (HNO_3): depois do ácido sulfúrico, é o ácido mais fabricado e mais consumido na indústria. Seu maior consumo é na fabricação de explosivos, tais como o trinitrotolueno (TNT), nitroglicerina (dinamite), trinitrocelulose (algodão pólvora), ácido pícrico e picrato de amônio. É usado na fabricação do salitre, utilizado como fertilizante na agricultura e na fabricação da pólvora negra. Também pode ser encontrado na água da chuva, quando esta é acompanhada de raios, ou em ambientes poluídos.

Ácido carbônico (H_2CO_3): está presente nas águas minerais gaseificadas e nos refrigerantes. É o ácido da chuva ácida em ambientes não poluídos.

Bases ou hidróxidos

Segundo Arrhenius, bases são todos os compostos que por dissociação originam como único ânion o OH^- hidroxila ou oxidrila, em solução aquosa. Grande parte das bases são metálicas. A base não metálica mais importante é o NH_4OH.

Você verá a seguir, as equações de dissociação de algumas bases, lembrando que as polibases dissociam-se por etapas, liberando uma hidroxila por vez. Aqui foi representado apenas a reação global.

Exemplo: $NaOH(s) \rightarrow Na^{+}(aq) + OH^{-}(aq)$

$$Mn(OH)_4(s) \rightarrow Mn^{4+}(aq) + 4OH^{-}(aq)$$

A seguir, você conhecerá algumas das bases mais comuns do cotidiano.

Hidróxido de sódio (NaOH): usado na indústria petroquímica, na fabricação de papel, de celulose, corantes, sabão, glicerina e sais de sódio, como o salitre. É fabricado e consumido pela indústria em larga escala. O NaOH não existe na natureza, e é obtido por eletrólise de solução aquosa de sal de cozinha.

Hidróxido de magnésio (Mg(OH)2): conhecido como leite de magnésia, é usado como antiácido estomacal, pois neutraliza o excesso de HCl no suco gástrico.

$$Mg(OH)_{2\,(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

Hidróxido de cálcio (Ca(OH)2): conhecida por cal hidratada, cal extinta ou cal apagada, é obtida pela reação da cal viva ou cal virgem com a água. É o que fazem os pedreiros ao preparar a argamassa:

$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$ + calor. O CaO não existe na natureza, e é obtido por decomposição térmica (pirólise) do $CaCO_3$, que existe em grande quantidade na natureza (mármore, calcita, calcário). Também é usado na agricultura para diminuir a acidez do solo.

Hidróxido de amônio (NH_4OH): conhecido por amoníaco, caracteriza-se pela solução do gás amônia (gás incolor de cheiro forte e muito irritante).

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightarrow NH_4(aq) + OH^{-}(aq)$$

A amônia é fabricada em enormes quantidades na indústria. Suas principais aplicações são: fabricação de ácido nítrico, fabricação de sais de amônio, fertilizantes na agricultura e produção de produtos de limpeza domésticos.

Sais

Sais são compostos iônicos obtidos pela reação de um ácido com uma base (reação de neutralização ou salificação), juntamente com a formação de água.

Exemplo: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

São compostos iônicos cristalinos, frequentemente, sólidos e que apresentam altas temperaturas de fusão e ebulição, sofrendo dissociação quando interagem com um solvente polar. A maioria dos sais possuem sabor salgado e é solúvel em água.

Abaixo você vai saberá mais alguns dos sais mais comuns do cotidiano.

Cloreto de sódio (NaCl): é conhecido por sal de cozinha e usado na alimentação. É obrigatório, por lei, a adição de certa quantidade de iodeto (NaI, KI) ao NaCl destinado à alimentação, pois a falta de iodo no organismo causar uma doença chamada bócio (“papo”). É utilizado também na conservação da carne, do pescado e de peles. Na medicina, é utilizado sob a forma de soro fisiológico (solução aquosa contendo 0,92% de NaCl), no combate à desidratação das pessoas.

Carbonato de sódio (Na_2CO_3): o produto comercial (impuro) é vendido no comércio com o nome de barrilha ou soda. Sua maior aplicação é na fabricação do vidro comum (barrilha + calcário + areia fundidos da origem ao vidro comum). É utilizado também na fabricação de sabões.

Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$): é conhecido por ser um antiácido estomacal, pois neutraliza o excesso de HCl e libera CO_2 na reação, causando o “arroto”. $HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$ Também é utilizado também na fabricação de fermento. O crescimento da massa (pão, bolos, bolachas etc.) se deve à liberação do CO_2 no aquecimento do bicarbonato de sódio. Outra utilidade sua é na fabricação de extintores de incêndio (extintores de espuma). O extintor possui $NaHCO_3(s)$ e $H_2SO_4(aq)$ em compartimentos separados. Quando é acionado, o bicarbonato de sódio se mistura com o ácido sulfúrico aquoso e ocorre uma reação que produz espuma e libera gás carbônico. Esses extintores não podem ser usados para apagar o fogo em instalações elétricas porque a espuma é eletrolítica, ou seja, conduz a corrente elétrica.

Sulfato de magnésio ($MgSO_4$): conhecido pelo seu efeito laxativo, é usado na medicina como purgativo.

Sulfato de bário ($BaSO_4$): de uso medicinal, como “meio opaco”, para realização de radiografia gastrintestinal.

Propriedades ácido-base dos sais

Na formação do sal, quando ocorrer uma reação de neutralização total, ou seja, o número de H^+ (provenientes do ácido reagente) for igual o número de OH^- (provenientes da base reagente), é formado um **sal neutro**.

Na Figura 5, observa-se a formação de dois sais neutros (cloreto de sódio e nitrato de magnésio), pois a molécula de H^+ neutraliza a de OH^- liberada em solução pelo ácido forte e base forte dos reagentes. No entanto, no segundo exemplo, verifica-se a necessidade de balancear a equação, pois é duas moléculas de OH^- e uma molécula de H^+ são liberadas na solução. Isso ocorre devido ao número de valência do magnésio, que é $^{2+}$. Fazendo os devidos cálculos estequiométricos, conclui-se que há formação de uma molécula de nitrato de magnésio e duas moléculas de água. Contudo, o sal nitrato de magnésio é neutro porque possuir pH neutro, assim como o cloreto de sódio.

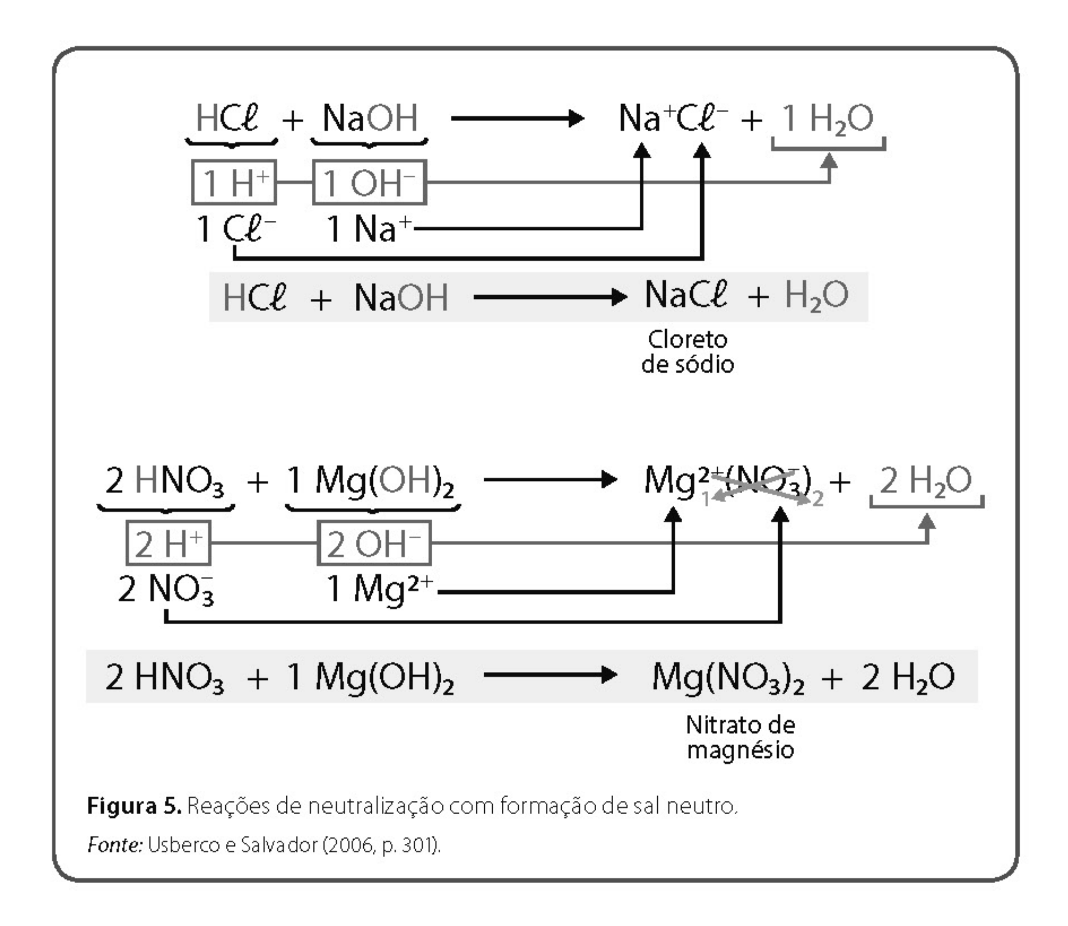


Figura 5. Reações de neutralização com formação de sal neutro.
Fonte: Usberco e Salvador (2006, p. 301).

Quando a mistura de um ácido e uma base é realizada em quantidades diferentes da necessária para neutralizar todo o ácido, ocorre a formação de um **sal ácido** ou **hidrogenossal**. Se a quantidade dos reagentes não neutralizar toda a base, ocorre a formação de um **sal básico** ou **hidroxissal** (Figura 6).

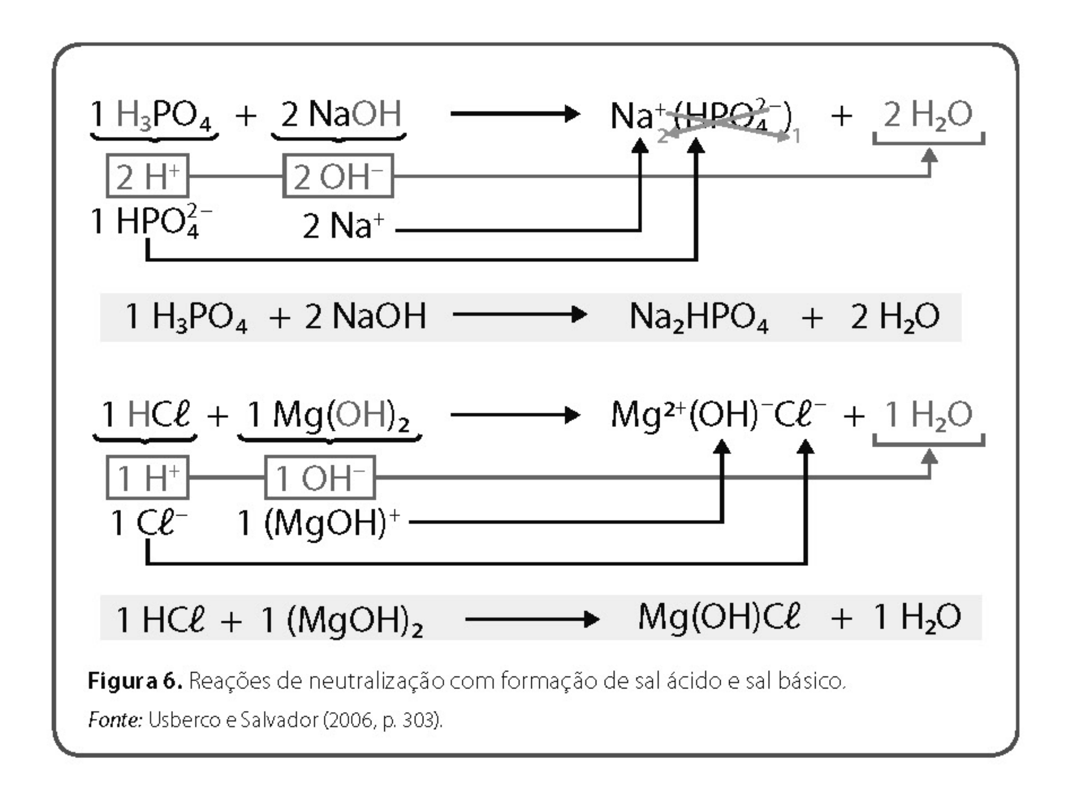


Figura 6. Reações de neutralização com formação de sal ácido e sal básico.
Fonte: Usberco e Salvador (2006, p. 303).

Observa-se pela Figura 6 que o ácido fosfórico não foi neutralizado totalmente e, por isso, formou um sal ácido fosfato dissódico. No segundo exemplo, observa-se a formação de cloreto monobásico de magnésico, pois o cátion $(MgOH)^+$ contém o ânion OH^-.

Os sais ácidos têm como característica o ânion com um ou mais hidrogênios ionizáveis. Já os sais básicos caracteristicamente apresentam grupo OH^- na sua composição.

Óxidos

O oxigênio se combina com quase todos os elementos e geralmente formam o íon óxido (O_2^-). Quando o oxigênio se combina com metais com baixa energia de ionização, ou seja, os dos Grupos 1 e 2 e o alumínio, ocorre a formação dos óxidos. Segundo Usberco e Salvador (2006), o óxido se caracteriza por



Referências

BERNOULLI SISTEMA DE ENSINO. *Química*: volume 04. Belo Horizonte, 2011. 104 p. (Coleção Estudo). Disponível em: <https://profguilhermealves.files.wordpress.com/2018/02/quc3admica-4-bernoulli.pdf>. Acesso em: 9 dez. 2018.

CHANG, R. *Química geral*: conceitos essenciais. 4. ed. Porto Alegre: AMGH, Bookman, 2007. 778 p.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. *Química*. 11. ed. Porto Alegre: AMGH; Bookman, 2013. 1165 p.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. *Química*: volume 1: química geral. 12. ed. São Paulo: Saraiva, 2006. 480 p.

Leituras recomendadas

BAIRD, C.; CANN, M. *Química ambiental*. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2011. 844 p.

MATHIAS, F. T.; ROMANO, R. M.; ROMANO, M. A. Avaliação dos Efeitos Toxicológicos e Ambientais de Nanopartículas de Sais de Prata. *Revista de Ciências Farmacêuticas Básica e Aplicada*, Araraquara, v. 35, n. 2, p. 187–193, 2014. Disponível em: <http://serv-bib.fcfar.unesp.br/seer/index.php/Cien_Farm/article/view/2933>. Acesso em: 9 dez. 2018.

VAN DENDER, A. G. F. et al. Efeito dos Sais Fundentes nas Características do Requeijão Cremoso Sem Adição de Gordura e Com Teor Reduzido de Sódio. *Revista do Instituto de Latícinios Cândido Tostes*, Juiz de Fora, v. 67, n. 387, p. 38–47, jul.–ago. 2012. Disponível em: <https://www.revistadoilct.com.br/rilct/article/view/249>. Acesso em: 9 dez. 2018.

DICA DO PROFESSOR

Solução é uma mistura homogênea entre duas ou mais substâncias. **A água é chamada de solvente universal** porque ela dissolve muitas substâncias e está presente em diversas soluções.

Na Dica do Professor você vai conhecer alguns conceitos importantes sobre as soluções aquosas e ter exemplo de cálculo de concentração de solução.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!



EXERCÍCIOS

1) A maior parte das reações químicas ocorre entre íons e moléculas dissolvidos em água. É correto afirmar que a principal característica de uma solução aquosa é:

a) ser sempre uma mistura homogênea.

b) o soluto sempre ser um líquido.

c) ser um sistema com mais de uma fase.

d) ser homogênea ou heterogênea, dependendo das condições de pressão e temperatura.

e) o coeficiente de solubilidade representa a capacidade mínima do soluto que se dissolve em uma determinada quantidade de solvente.

2) A dissociação e a ionização são de grande importância para o favorecimento da ocorrência de reações. Sobre a reação abaixo, o que se pode concluir? $H_3PO_4 + 3H_2O \rightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$

a) Trata-se de dissociação iônica.

b) Formam três moléculas de hidroxila.

c) Trata-se de ionização total, formando o cátion hidroxônio.

d) Trata-se de ionização e produz o ânion fosfeto.

e) Trata-se de uma ionização total e produz um ânion monovalente.

3) Algumas substâncias químicas são conhecidas por nomes populares. Assim tem-se, por exemplo, sublimado corrosivo (HgCl2), cal viva (CaO), potassa cáustica (KOH) e espírito de sal (HCl). O sublimado corrosivo, a cal viva, a potassa cáustica e o espírito de sal pertencem, respectivamente, às funções:

a) ácido, base, óxido e ácido.

b) sal, sal, base e ácido.

c) ácido, base, base e sal.

d) sal, óxido, base e ácido.

e) ácido, base, sal e óxido.

4) A uma solução de cloreto de sódio foi adicionado um cristal desse sal e verificou-se que não se dissolveu, provocando, ainda, a formação de um precipitado. Pode-se inferir que a solução original era:

a) estável.

b) diluída.

c) saturada.

d) concentrada.

e) supersaturada.

5) As funções inorgânicas são os grupos de compostos inorgânicos que apresentam características semelhantes. Considerando a equação química $Cl_2O_7 + 2\ NaOH \rightarrow 2\ NaClO_4 + H_2O$, os reagentes e produtos pertencem, respectivamente, às funções:

a) óxido, base, sal e óxido.

b) sal, base, sal e hidreto.

c) ácido, sal, óxido e hidreto.

d) óxido, base, óxido e hidreto.

e) base, ácido, óxido e óxido.

NA PRÁTICA

A água contribui com mais de 70% do peso da maioria dos organismos. Sendo assim, é essencial saber as propriedades das soluções aquosas, visto que **a maioria das reações bioquímicas ocorre em meio aquoso**.

Confira, Na Prática, o que é a solução-tampão e sua importância para a bioquímica do corpo humano.



SOLUÇÕES-TAMPÃO

Uma solução-tampão, solução tamponada ou simplesmente tampão é aquela solução capaz de manter aproximadamente constante o valor do seu pH quando é adicionado a ela um ácido ou uma base. Podemos dizer que a concentração do íon hidrogênio não sofre grandes alterações devido à adição de substâncias ácidas ou básicas.

A solução-tampão pode ser constituída de um ácido fraco e seu respectivo sal ou de uma base fraca e seu respectivo sal.

A IMPORTÂNCIA DAS SOLUÇÕES-TAMPÃO NÃO ESTÁ APENAS ASSOCIADA AO USO NOS LABORATÓRIOS DE PESQUISA. A NATUREZA TAMBÉM A UTILIZA EM DIVERSOS LUGARES. UM EXEMPLO DE SOLUÇÃO-TAMPÃO É O PLASMA SANGUÍNEO DOS SERES HUMANOS.

A corrente sanguínea deve ter um pH apropriado para a respiração acontecer. Se o sangue não fosse uma solução tamponada, ninguém sobreviveria após ingerir molho de tomate, suco de maracujá ou mesmo refrigerante. Esses alimentos são ácidos e alteram o pH do sangue. Se não existisse solução-tampão, a respiração não continuaria acontecendo e o corpo humano poderia ser levado à morte.



SAIBA +

Para ampliar o seu conhecimento a respeito desse assunto, veja abaixo as sugestões do professor:

Unidades de concentração

Para se aprofundar nos cálculos de concentração das soluções e exemplos práticos, acesse o capítulo 13 do livro Química geral: conceitos essenciais.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

Diálise

O texto "Química em ação", na página 548 do livro Química, descreve a diálise, o procedimento médico por meio do qual o sangue de um doente renal é limpo de toxinas.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

Osmolalidade de solução de glicose e eletrólitos utilizada por via intravenosa em neonatos

Leia este artigo que tem como objetivo verificar a osmolalidade de solução de eletrólitos e glicose, mimetizando a administração por via IV em recém-nascidos.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!